Acid-Base Equilibrium

انواع الحوامض

- **الحوامض المعدنية Mineral acid:** هي حوامض تحتوي على ذرة H بشكل رئيسي وتنقسم الى :

1. حوامض لها ذرة H واحدة فقط وتفقدها بشكل تام بخطوة واحدة اي تفكك تام مثل HCl , HCN

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

2. حوامض لها اكثر من ذرة H وتفقدها باكثر من خطوة أي ان التفكك غير تام مثل H_2SO_4, H_3PO_4

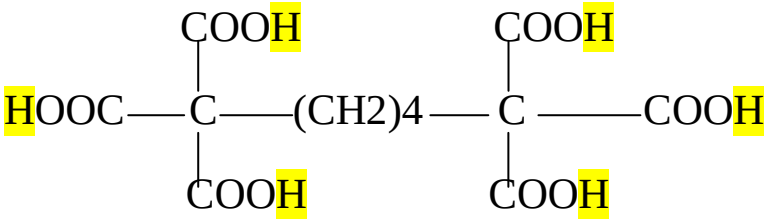
$$H_3PO_4 \longrightarrow H_2PO_4^- + H^+$$

$$H_2PO_4^- \longrightarrow HPO_4^{-2} + H^+$$

$$HPO_4^{-2} \longrightarrow PO_4^{-3} + H^+$$

- **الحوامض العضوية Organic acid :** هي حوامض تحتوي على H وC (كاربوكسيل COO) بشكل اساسي وتكون H في النهاية او على جانبي المركب وتنقسم الى

1. احادية الكاربوكسيل: CH_3COOH
2. ثنائية الكاربوكسيل: $HCOO(CH_2)_4COOH$
3. متعددة الكاربوكسيل:



انواع القواعد

- **القواعد القوية Strong base:** لها ايون OH^- رئيسي وتتاين بسهولة في الماء حيث تفقد OH بالماء بخطوة واحدة مثل NaOH , KOH, $Mg(OH)_2$

$$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{+2} + 2\ OH^-$$

$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

- **القواعد الضعيفة Weak base:** هي قواعد عندما تتحلل بالماء لاتعطي ايون OH^- مثل هيدروكسيد الامونيوم NH_4OH

$$NH_4OH \longrightarrow NH_3 + H_2O$$

Acid-base theories:

1) Arrhenius Theory (H^+ and OH^-):- This theory is obviously restricted to water as the solvent**.**

Acid:-any substance that ionizes (partially or completely) in water to give hydrogen ion (which associate with the solvent to give hydronium ion H_3O^+):

$$\mathbf{HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-}$$

Base:-any substance that ionizes in water to give hydroxyl ions. Weak (partially ionized) to generally ionize as follows:-

$$\mathbf{B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-}$$

While strong bases such as metal hydroxides (e.g. NaOH) dissociate as

$$\mathbf{M(OH)_n \leftrightarrow M^{n+} + nOH^-}$$

.

نظرية ارينوس افترضت ان الماء هو المذيب الوحيد

الحامض في نظرية ارينوس : يفترض اي مادة تتاين جزئيا او كليا في الماء لتعطي ايون الهيدروجين H^+ الذي يرتبط مع الماء مكونا ايون الهيدرونيوم H_3O^+ اي ان صفة الحامضية في المحاليل المائية تعزى الى وجود ايون H^+ الناتج من تفكك جزيئات الحامض

القاعدة في نظرية ارينوس : يفترض اي مادة تتاين في الماء لتعطي ايون الهيدروكسيل (تاين جزئي) اي ان صفة القاعدية في المحاليل المائية تعزى الى وجود ايون OH^- الناتج من تفكك القاعدة

اما القواعد القوية تتاين بصورة تامة وخطوة واحدة مثل NaOH

2) Bronsted-Lowry Theory (taking and giving protons, H^+):-

Acid:-any substance that can donate a proton.

Base:-any substance that can accept a proton. Thus, we can write a half reaction:

$$\textbf{Acid} = H^+ + \textbf{Base}$$

برونشتد ولوري : افترضت على اعطاء او اخذ بروتون. حيث افترضت ان الحامض يعطي بروتون H^+ والقاعدة تكتسب بروتون H^+ مثال

$$HCl + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

حامض + قاعدة ⟷ حامض قرين + قاعدة قرينة

وهب بروتون اكتسب بروتون

الحامض القرين : هي المادة الناتجة من اكتساب قاعدة برونشتد لبروتون

القاعدة القرينة : هي المادة الناتجة بعد فقدان حامض برونشتد لبروتون

$$CH_3COOH + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

حامض + قاعدة ⟷ حامض قرين + قاعدة قرينة

وهب بروتون اكتسب بروتون

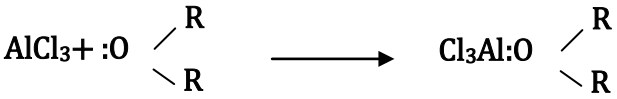
قسمت الحوامض حسب برونشتد الى:-

حوامض قوية	حوامض متوسطة القوة	حوامض ضعيفة
حامض الكبريتيك H_2SO_4	حامض الكبريتوز H_2SO_3	حامض الخليك CH_3COOH
حامض النتريك HNO_3	حامض النتروز HNO_2	حامض هيدروسيانيك HCN
حامض والهيدروبروميك HBr	حامض الفسفوريك H_3PO_4	حامض هيدروفلوريك HF
حامض الهيدروكلوريك HCl		

3) Lewis Theory (taking and giving electrons):-

Acid:-a substance that can accept an electron pair.

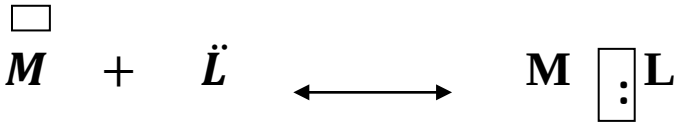
Base:-a substance that can donate an electron pair.



$$H_2O + H^+ \leftrightarrow H_2O{:}H^+(H_3O^+)$$

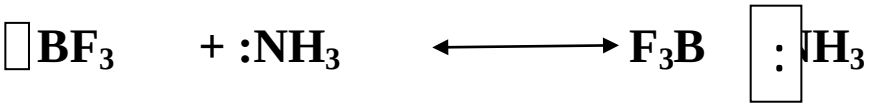
$$HO{:}^- + H^+ \leftrightarrow H{:}OH$$

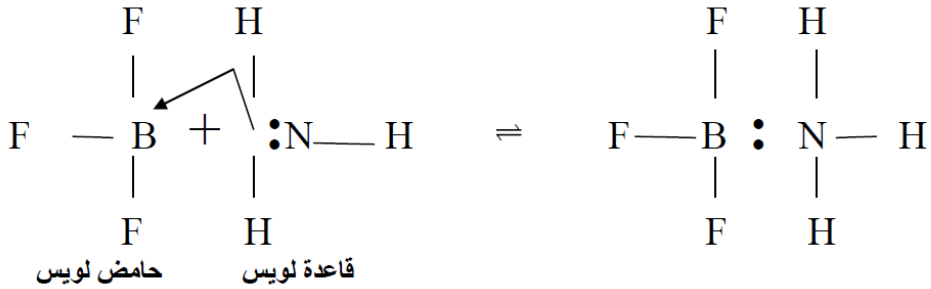
نظرية لويس : اعتمدت على الازواج الالكترونية . حيث الحامض حسب لويس يستقبل زوج الكتروني والقاعدة تعطي زوج الكتروني



حامض لويس + قاعدة لويس

Example:





حامض لويس **قاعدة لويس**

Acid-Base Equilibria in water

Acid-Base Equilibria in water:-when an acid or base is dissolved in water, it will dissociate, or ionize, the amount of ionization being dependent on the strength of the acid or base. A strong electrolyte is completely dissociated, while a weak electrolyte is partially dissociated.

توازن الحامض والقاعدة في الماء:- عندما يذوب الحامض أو القاعدة في الماء، فإن الحامض او القاعدة سوف يتفكك أو يتأين، وتعتمد كمية التأين على قوة الحامض أو القاعدة .يتفكك الإلكتروليت القوي تمامًا، بينما يتفكك الإلكتروليت الضعيف جزئيًا.

$$\mathbf{HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-}\ \textbf{(strong acid, completely ionized)}$$

حامض HCl هو حامض قوي يتاين كليا

$$\mathbf{HOAC + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + OAC^-}$$

$$\mathbf{CH_3COOH + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-}$$

(weak acid, partially ionized, a few percent)

حامض الخليك ($HOAC= CH_3COOH$) هو حامض ضعيف يتاين جزيئيا .

ثابت الحموضة الديناميكي الحراري (K°) هو مقياس لقوة الحمض في المحاليل المخففة. يصف مدى تفكك الحمض إلى أيوناته في الماء. و يرتبط بثابت تأين الماء الذاتي (Kw) والذي يعبر عن مدى تأين الماء النقي إلى أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد.

Thermodynamic acidity constant K°

$$\mathbf{HOAC + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + OAC^-}$$

$$\mathbf{K^\circ = \frac{aH_3O^+ \times aOAC^-}{aH_2O \times aHOAC}}$$

In dilute solutions, the activity of water remains essentially constant, and is taken as unity at standard state:

في المحاليل المخففة، يظل نشاط الماء ثابتًا بشكل أساسي، ويُعتبر واحدًا في الحالة القياسية :

$$\mathbf{K_a^\circ = \frac{aH_3O^+ \times aOAC^-}{aHOAC}}$$

تاين الماء

Pure water ionizes slightly, or undergoes **autoprotolysis** (self-ionization of solvent to give a cation and anion):-

يتأين الماء النقي قليلاً، أو يخضع **للتحلل الذاتي** (التأين الذاتي للمذيب لإعطاء كاتيون وأنيون)

$$\mathbf{2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-}$$

The e**quilibrium constant** **ثابت توازن** for this is:

$$\mathbf{K_w^\circ = \frac{aH_3O^+ \times aOH^-}{aH_2O^2}}$$

the activity of water is constant in dilute solution (its concentration is essentially constant at ~ 55.3M), so:-

فعالية الماء قيمة ثابتة في المحلول المخفف (تركيزه ثابت بشكل أساسي عند ~ 55.3 M)

$$\mathbf{K_w^\circ = aH_3O^+ \times aOH^-}$$

$\mathbf{K_w^\circ =}$ **thermodynamic outoprotolysis or self − ionization, constant)**

$\mathbf{K_w^\circ}$ ثابت التأين الذاتي الديناميكي الحراري

We will use H^+ in place of H_3O^+ for simplification, also, molar concentration will generally be used instead of activities and represented by square brackets [ ] around the species).

يتم استبدال H^+ بدلا عن H_3O^+ ويستخدم التركيز المولاري بشكل قوس مربع [ ] بدلا من الفعالية مثال

$$\mathbf{HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-}$$

$$\mathbf{HOAC \leftrightarrow H^+ + OAC^-, K_a = \frac{[H^+][OAC^-]}{HOAc}}$$

$$\mathbf{H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-, K_w = [H^+][OH^-]}$$

$$\mathbf{1.0 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-] \ at \ 25°C}$$

$$\mathbf{Therefore \ [H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \ M}$$

س: اشتق ثابت التاين الذاتي في الماء K_W ؟

$$H2O \longleftrightarrow H^+ + OH^-$$

$$K = \frac{[H+]*[OH-]}{[H2O]}$$

$$K\ [H_2O] = [H^+]*[OH^-]$$

$$K\ [H_2O] = K_W$$

$$K_W = [H^+]*[OH^-] = 1\times10^{-14}$$

- المحاليل المتعادلة $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
- المحاليل الحامضية $[H^+] < [OH^-]$ يعني $[H^+] < 10^{-7}$
- المحاليل القاعدية $[H^+] > [OH^-]$ يعني $[H^+] > 10^{-7}$

الاس الهيدروجيني (الدالة الحامضية PH)

$$PH = -Log\ [H^+]$$
$$[H^+] = 10^{-PH}$$

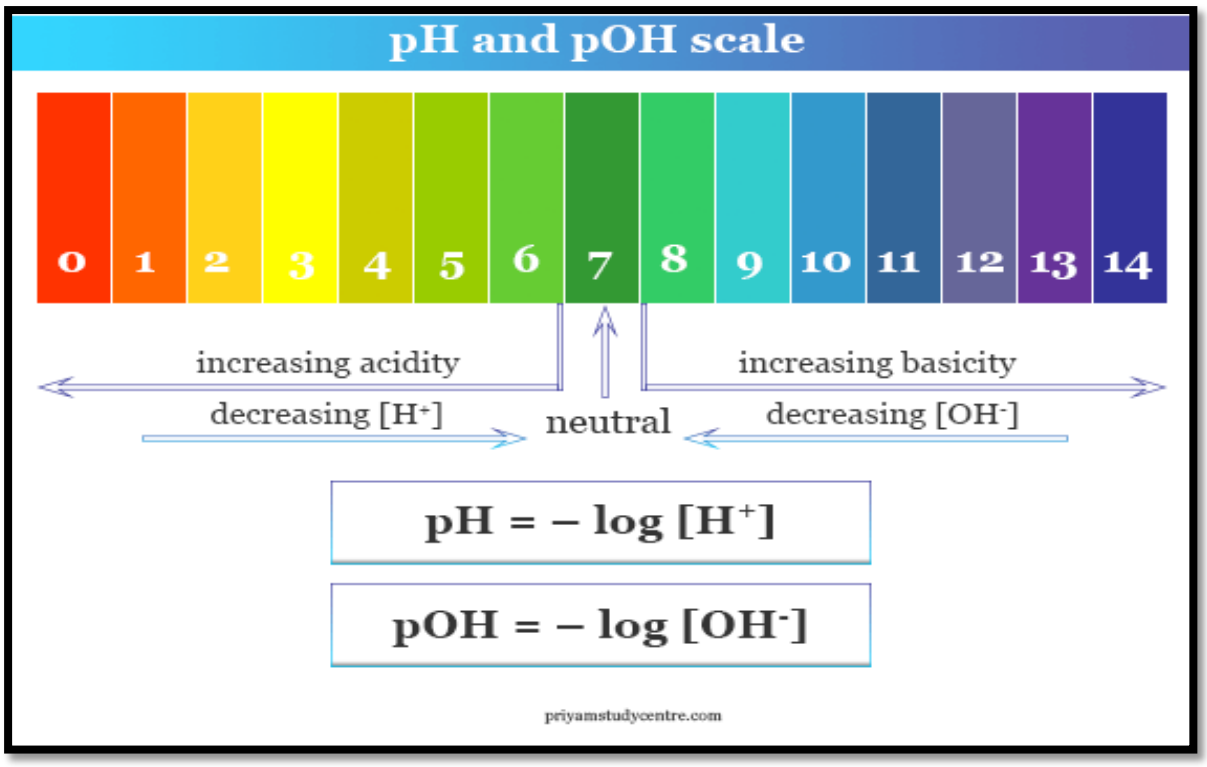
$$POH = -Log\ [OH^-]$$
$$[OH^-] = 10^{-POH}$$

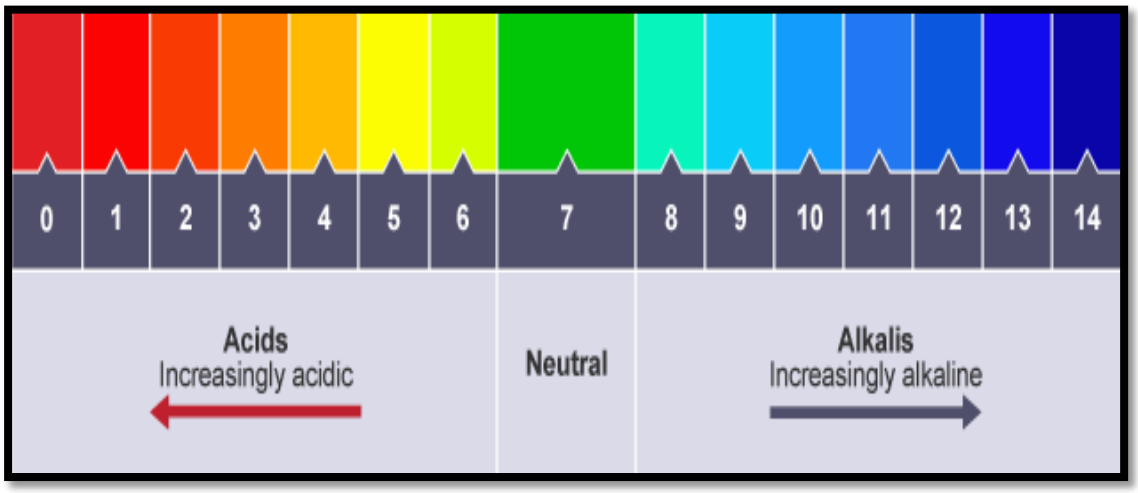
$$PH + POH = 14$$
$$PK_w = PH + POH = 14$$
$$-Log\ K_w = -Log\ [H^+] + (-Log\ [OH^-])$$
$$PK_w = -Log\ K_w$$

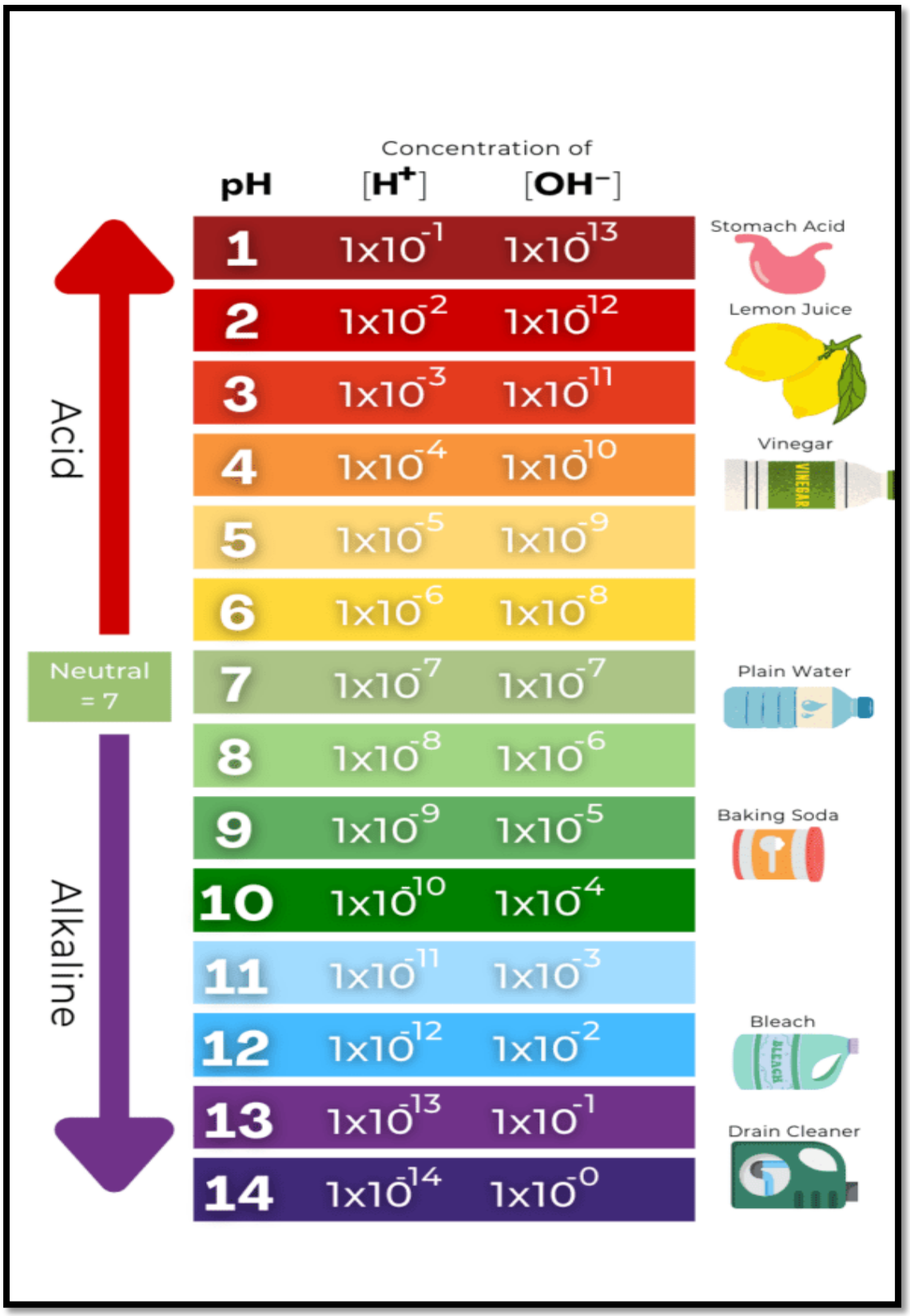
في المحاليل المتعادلة $7 = POH = PH$

في المحاليل الحامضية $(0 \rightarrow 7)$ $7 > PH$

في المحاليل القاعدية $(7 \rightarrow 14)$ $7 < PH$


pH and pOH scale
0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
increasing acidity
decreasing [H+]
neutral
increasing basicity
decreasing [OH-]
pH = – log [H+]
pOH = – log [OH-]
priyamstudycentre.com


0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
Acids
Increasingly acidic
Neutral
Alkalis
Increasingly alkaline


Concentration of
pH
[H+]
[OH−]
Acid
Neutral = 7
Alkaline
1 1x10-1 1x10-13
2 1x10-2 1x10-12
3 1x10-3 1x10-11
4 1x10-4 1x10-10
5 1x10-5 1x10-9
6 1x10-6 1x10-8
7 1x10-7 1x10-7
8 1x10-8 1x10-6
9 1x10-9 1x10-5
10 1x10-10 1x10-4
11 1x10-11 1x10-3
12 1x10-12 1x10-2
13 1x10-13 1x10-1
14 1x10-14 1x10-0
Stomach Acid
Lemon Juice
Vinegar
VINEGAR
Plain Water
Baking Soda
Bleach
BLEACH
Drain Cleaner

Acid and base equilibrium توازن الحوامض والقواعد الضعيفة والقوية

Acid and base equilibrium is:

1 - strong electrolytes

A – strong acid **B –** strong base **C –** salt very soluble in water

2 – weak electrolytes

A – weak acid **B –** weak base **C –** salt weak soluble in water

3 – Non – electrolytes (Undissociated substance)

- **الالكتروليت القوي : هي المادة التي تتفكك كليا في محلولها المائي**
- **الالكتروليت الضعيف: هي المادة التي تتفكك جزيئيا في محلولها المائي**

strong electrolytes تفكك تام
strong acid
$HA \longrightarrow H^+ + A^-$ Before dissociation x 0 0 After – dissociation 0 x x $[HA] = [H^+] = [A^-]$ $pH = -\log [H^+]$ $C_{acid} = [HA]$ = concentration of the acid $pH = -\log C_{acid}$
strong base
$BoH \longrightarrow B^+ + OH^-$ before – dissociation x 0 0 after – dissociation 0 x x $BoH = [oH^-] = [B^+]$ $poH = -\log [oH^-]$ $C_{base} = [BoH]$ = concentration of the base. $[OH] = -\log C_{base}$
weak electrolytes تفكك غير تام
weak acid
$HA \longleftrightarrow H^+ + A^-$ Before – dissociation(Initial) Ca 0 0 After – dissociation(Equilibrium) Ca – x x x

$$Ka = \frac{[H+]\,[A-]}{[HA]}$$

$$Ka = \frac{X*X}{Ca-X}$$

X في المقام صغيرة تهمل

اذا تركيز الحامض اكبر مئة مرة من K_a فان x في المقام تهمل

$$X = \sqrt{Ka * Ca} = [H^+]=[A^-]$$

weak base

$$BOH \longleftrightarrow B^+ + OH^-$$

Before – dissociation(Initial)	Cb	0	0
After – dissociation(Equilibrium)	Cb – x	x	x

$$Kb = \frac{[OH-]\,[B+]}{[BOH]}$$

$$Kb = \frac{X*X}{Cb-X}$$

X في المقام صغيرة تهمل

اذا تركيز القاعدة اكبر مئة مرة من K_b فان x في المقام تهمل

$$X = \sqrt{Kb * Cb} = [H^+]=[B^-]$$

***Example*(1):-** A 1.0×10^{-3} M solution of HCl prepared. What is the hydroxyl ion concentration $[OH^-]$? حامض قوي HCl

Solution:

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

Before dissociation	1.0×10^{-3}	0	0
After – dissociation	0	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-3}

$[HCl] = [H^+] = [Cl^-] = 1.0\times10^{-3}$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$1.0 \times 10^{-3} \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-11}\ M, \quad POH=11$$

***Example*(2):-**Calculate the PH and POH of a 2×10^{-3}M HCl?

Solution:

	$HCl \longrightarrow$	H^+	+	Cl^-
Before dissociation	2.0×10^{-3}	**0**		**0**
After – dissociation	**0**	2.0×10^{-3}		2.0×10^{-3}

[HCl] = [H^+] = [Cl^-] = 2.0×10^{-3}

$$\mathbf{pH} = -\mathbf{log}[\mathbf{H}^+]$$

$$= -\mathbf{log}(\mathbf{2.0\times10^{-3}})$$

$$= \mathbf{3} - \mathbf{log\,2.0} = \mathbf{2.70}$$

$$\mathbf{pOH} = -\mathbf{log}[\mathbf{OH}^-]$$

$$\mathbf{pK_w} = \mathbf{pH} + \mathbf{pOH} = \mathbf{14}$$

Example (3):-Calculate the pOH and pH of a 5×10^{-2} M NaOH? قاعدة قوية

Solution:

	$NaOH \longrightarrow$	Na^+	+	OH^-
Before dissociation	5.0×10^{-2}	**0**		**0**
After – dissociation	**0**	5.0×10^{-2}		5.0×10^{-2}

[NaOH] = [Na^+] = [OH^-] = 5.0×10^{-2}

$$[\mathbf{OH}^-] = \mathbf{5\times10^{-2}M}$$

$$\mathbf{pOH} = -\mathbf{log}[\mathbf{OH}^-]$$

$$= -\mathbf{log}(\mathbf{5\times10^{-2}})$$

$$= \mathbf{2} - \mathbf{log\,5}$$

$$= \mathbf{2} - \mathbf{0.70} = \mathbf{1.30}$$

$$\mathbf{pH} + \mathbf{pOH} = \mathbf{14}$$

$$\mathbf{pH} = \mathbf{14} - \mathbf{pOH}\,, \quad \mathbf{POH} = \mathbf{14} - \mathbf{1.30} = \mathbf{12.70}$$

***Example*(4):-**The pH of a solution is 9.67. Calculate the hydrogen ion concentration in the solution?

Solution:-

$$\mathbf{pH = -\log[H^+]},$$

$$\mathbf{[H^+] = 10^{-pH}},$$

$$\mathbf{[H^+] = 10^{-9.67}}$$

$$\mathbf{[H^+] = 10^{-10} \times 10^{0.33} = 2.1 \times 10^{-10}\ M}$$

***Example* (5):-**Calculate the pH and pOH of a 1.0×10^{-3} M solution acetic acid CH_3COOH, Ka = 1.75×10^{-5}? CH_3COOH حامض ضعيف

Solution:

	$HOAC \longleftrightarrow$	H^+	+	OAC^-
Initial	1.0×10^{-3}	0	+	0
Equilibrium	$1.0\times10^{-3} - x$	x	+	x

$$\mathbf{Ka} = \frac{[H+]\,[OAC-]}{[HOAC]}$$

$$\mathbf{Ka} = \frac{X*X}{Ca-X}, \qquad 1.75\times10^{-5} = \frac{X2}{1.0\times10^{-3}-x}$$

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على K_a = $\frac{1.0\times10^{-3}}{1.75\times10^{-5}}$=57

الحوامض والقواعد الضعيفة تعاني من التاين في المحلول بنسبة10-15% لذالك يهمل X في المقام حتى وان كان التركيز البدائي للحامض اقل من 100 مرة من ثابت التاين K

$$x = 1.32\times10^{-4}M = [H^+]$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1.32\times10^{-4} = 4-0.12 = 3.88$$

$$pH+pOH = 14$$

$$pOH = 14-pH = 14-3.88 = 10.12$$

Example (6):-The basicity constant K_b for ammonia is 1.75×10^{-5} at 25°C,. Calculate the pH and pOH for a 1.0×10^{-3} M solution of NH3? قاعدة ضعيفة

Solution:

$$NH_3 + H_2O \longleftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Initial	1.0×10^{-3}	**0**	+	**0**
Equilibrium	$1.0\times10^{-3} - x$	**x**	+	**x**

$$Kb = \frac{[NH4+]\,[OH-]}{[NH3]}$$

$$Kb = \frac{X*X}{Cb-X}$$

$$1.75\times10^{-5} = \frac{X*X}{1.0\times10^{-3}\ M}$$

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على K_b $57=\frac{1.0\times10^{-3}}{1.75\times10^{-5}}$

الحوامض والقواعد الضعيفة تعاني من التاين في المحلول بنسبة10-15% لذالك يهمل X في المقام حتى وان كان التركيز البدائي للحامض اقل من 100 مرة من ثابت التاين K

$$X^2 = 1.75\times10^{-5}*1.0\times10^{-3}$$

$$x = \sqrt{1.7\times10^{-5}\times1.0\times10^{-3}} = 1.32\times10^{-4}M = [OH-]$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 1.32\times10^{-4} = 3.88$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3.88 = 10.12$$

***Example*(7):-**Calculate the pH of a solution prepared by mixing 2.0 mL of a **strong acid** solution of PH=3.0 (keep track of millimoles) and 3.0 mL of a **strong base** of pH= 10.0?

Solution:-

- **تم مزج حامض قوي مع قاعدة قوية**
- **القاعدة قوية لازم نستخرج لها POH**

$$\mathbf{pOH = 14 - pH}$$

$$\mathbf{pOH = 14 - 10 = 4.0}$$

$$\mathbf{[OH^-] = 1.0 \times 10^{-4} M}$$

HA + BOH ⟶ excess [H+]

V=2 mL **3mL**

pH=3 **POH=4**

$[H^+]=1\times10^{-3}$ $\mathbf{[OH^-] = 1.0 \times 10^{-4} M}$

mmol =M*V **mmol =M*V**

$mmol=2\times10^{-3}$ **$mmol = 3\times10^{-4}$**

ملاحظة: 1- مولات الحامض اكبر من القاعدة لذالك نطرح المولات للحصول على فرق الزيادة و2- يجب جمع الحجوم للحصول على الحجم النهائي 3- بعد ذالك نقسم زيادة مولات على الحجم الكلي للحصول على تركيز الحامض الجديد[H+] excess بعد المزج

There is an excess of acid:-

$$\mathbf{mmol\ H^+ = 2 \times 10^{-3} - 3 \times 10^{-4} = 1.7 \times 10^{-3}\ mmol}$$

V total = 2+3=5mL

M=$\frac{mmol}{V}$

$$[H^+] = \frac{1.7 \times 10^{-3}\text{mmol}}{5\text{mL}} = 3.4 \times 10^{-4}\text{M}$$

$$pH = -\log 3.4 \times 10^{-4} = 4 - 0.53 = 3.47$$

Salts

***Salts*:** any compound that produce from reaction of acid with base, and can be classified to:

الاملاح : هي مركبات ناتجة من تفاعل حامض مع قاعدة وتصنف الى

1- املاح حامضية ضعيفة: مثال Na_2CO_3 و CH_3COONa

2- املاح قاعدية ضعيفة: مثال NH_4Cl و NH_4NO_3

بالنسبة للاملاح الضعيفة التحلل يتم على خطوتين

الاولى هي التاين : حيث يتاين الملح الى ايون سالب وايون موجب

الثانية التحلل المائي: وهي اضافة جزيئة ماء

Salts of weak acids

الملح الحامضي الضعيف :مشتق من حامض ضعيف الايون السالب وقاعدة قوية الايون الموجب .يتم تفاعل الايون السالب مع الماء للحصول على حامض ضعيف

1-**Ionization** $CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$

2- **hydrolysis** $CH_3COO^- + H_2O \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$

هنا نلاحظ وجود ايون الهيدروكسيد OH^- **في المحلول لذالك يجب ان نستعمل ثابت تحلل القاعدة** K_b **في حل السؤال كما في مثال رقم 8 و10**

Salts of weak bases

الملح القاعدي الضعيف :مشتق من قاعدة ضعيفة الايون الموجب وحامض قوي الايون السالب .يتم تفاعل الايون الموجب مع الماء للحصول على قاعدة ضعيفة

1- **Ionization** $NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

2- **hydrolysis** $NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_4OH + H^+$

هنا نلاحظ وجود ايون الهيدروجين H^+ **في المحلول لذالك يجب ان نستعمل ثابت تحلل الحامض** K_a **في حل السؤال كما في مثال رقم 9 و11**

Example(8):-Calculate the pH of a 0.1M solution of CH_3COONa, ka=1.75 $\times 10^{-5}$? ملح حامضي ضعيف CH_3COONa

Solution:

1- **ionization** $CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$

2- hydrolysis $CH_3COO^- + \mathbf{H_2O} \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$

ملاحظة: اعطى في السؤال ثابت تفكك الحامض ka لكن لدينا من خطوة التحلل المائي OH^- لذالك نستعمل القانون التالي للحصول على ثابت تفكك القاعدة

$$\mathbf{K_w = K_a K_b}$$

$$1\times10^{-14}=1.75\times10^{-5} * \mathbf{K_b}$$

$$\mathbf{K_b}= 0.571\times10^{-9}$$

$CH_3COO^- + \mathbf{H_2O} \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$

Initial	0.1	**0**	+	**0**
Equilibrium	0.1 – **x**	**x**	+	**x**

$$\mathbf{Kb} = \frac{[OH-]\,[CH3COOH]}{[CH3COO-]}$$

$$\mathbf{Kb} = \frac{X*X}{0.1-X}$$

C_A->$100K_b$ → x can be neglected

$$0.571\times10^{-9} = \frac{X2}{0.1}$$

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على $\mathbf{K_b}$ = $\frac{0.1}{0.571\times10-9}$=175131348

The concentration is 175131348 times *K*, so → x can be neglected

$$\mathbf{x} = [\mathbf{OH^-}]= \mathbf{7.6\times10^{-6}}$$

$$[\mathbf{H^+}] = \frac{1\times10-14}{7.6\times10-6} = 1.3\times10^{-9}\,\mathrm{M}$$

$$\mathbf{pH} = -\mathbf{log}[\mathbf{H^+}] = -\mathbf{log}1.3\times10^{-9} = \mathbf{8.89}$$

او يستعمل القانون التالي مباشرة لل**salt of weak acids**

$$[OH-] = \sqrt{\frac{Kw}{Ka}}.C_{A-} = \sqrt{K_b C_{A-}}$$

Example (9):- Calculate the pH of a 0.25M solution of ammonium chloride NH_4Cl? kb=1.75 $\times 10^{-5}$? ملح قاعدي ضعيف

Solution:

1- (**ionization**) $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

2- (**hydrolysis**) $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+$

ملاحظة: اعطى في السؤال ثابت تفكك القاعدة kb لكن لدينا من خطوة التحلل المائي H^+ لذالك نستعمل القانون التالي للحصول على ثابت تفكك الحامض

$$K_w = K_a K_b$$

$$1\times10^{-14} = 1.75 \times10^{-5} * K_a$$

$$K_a = 0.571\times10^{-9}$$

	NH_4^+	+ H_2O ⟶	NH_4OH	+	H^+
Initial	0.25		**0**	+	**0**
Equilibrium	0.25 – **x**		**x**	+	**x**

$$K_a = \frac{[NH4OH]\,[H+]}{[NH4+]}$$

$$K_a = \frac{X*X}{0.25-X}, \qquad 0.571\times10^{-9} = \frac{X2}{0.25}$$

$C_{A-} > 100K_b \rightarrow$ x can be neglected

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على K_b = $\frac{0.25}{0.571\times10-9}$ = 437828371

The concentration is 437828371 times *K*, so → x can be neglected

$$x = [H^+] = 1.2\times10^{-5}M$$

$$pH = -\log 1.2\times10^{-5} = 4.92$$

او يستعمل القانون التالي مباشرة لل**salt of weak bases**

$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw}{Kb}.C_{BH^+}} == \sqrt{K_a C_{BH^+}}$$

Example (10):- Calculate the pH and pOH of a 0.2 M solution of sodium benzoate (C_6H_5COONa). Ka for benzoic acid (C_6H_5COOH) is 6.3×10^{-5}

[C_6H_5COONa ملح حامضي ضعيف]

Solution:

1- **ionization** $C_6H_5COONa \longrightarrow C_6H_5COO^- + Na^+$

2- hydrolysis $C_6H_5COO^- + H_2O \longrightarrow C_6H_5COOH + OH^-$

ملاحظة: اعطى في السؤال ثابت تفكك الحامض ka لكن لدينا من خطوة التحلل المائي OH^- لذالك نستعمل القانون التالي للحصول على ثابت تفكك القاعدة

$$K_w = K_a K_b$$

$$1\times10^{-14} = 6.3 \times 10^{-5} * K_b$$

$$K_b = 1.59 \times 10^{-10}$$

$C_6H_5COO^- + H_2O \longrightarrow C_6H_5COOH + OH^-$

Initial	0.2	**0**	+	**0**
Equilibrium	0.2 – **x**	**x**	+	**x**

$$Kb = \frac{[OH^-]\,[C_6H_5COOH]}{[C_6H_5COO^-]}$$

$$Kb = \frac{X*X}{0.2-X}, \quad 1.59 \times 10^{-10} = \frac{X2}{0.2}$$

$C_{A^-} > 100K_b \rightarrow$ x can be neglected

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على K_b $= \frac{0.2}{1.59 \times 10-10} = 1257861635$

The concentration is 1257861635 times *K*, so → x can be neglected

$$\mathbf{x} = [\mathbf{OH^-}] = 5.64 \times 10^{-6} M$$

$$\mathbf{pOH} = -\mathbf{log}[OH^-] = -\mathbf{log}\ 5.64 \times 10^{-6} = 5.25$$

pOH =5.25

pH + pOH =14, **pH =14** -5.25=8.75

Example (11):- Calculate the pH and POH of a 0.5M solution of NH_4NO_3? kb=1.8 $\times 10^{-5}$? ملح قاعدي ضعيف

Solution:

1- (**ionization**) $\mathbf{NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-}$

2- (**hydrolysis**) $\mathbf{NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + H^+}$

ملاحظة: اعطى في السؤال ثابت تفكك القاعدة kb لكن لدينا من خطوة التحلل المائي $\mathbf{H^+}$ لذالك نستعمل القانون التالي للحصول على ثابت تفكك الحامض

$$\mathbf{K_w = K_a K_b}$$

$$1\times10^{-14} = 1.8 \times 10^{-5} * \mathbf{K_a}$$

$$\mathbf{K_a} = 0.555\times10^{-9}$$

$$\mathbf{NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_4OH + H^+}$$

Initial	0. 5	**0**	+	**0**
Equilibrium	0. 5 – **x**	**x**	+	**x**

$$\mathbf{K_a} = \frac{[NH4OH]\,[H+]}{[NH4+]}$$

$$\mathbf{K_a} = \frac{X*X}{0.5-X}, \quad 0.555\times10^{-9} = \frac{X2}{0.5}$$

$C_{b-} > 100K_a \rightarrow$ x can be neglected

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على $\mathbf{K_b}$ $= \frac{0.5}{0.555 \times 10-9} = 900900900$

The concentration is 900900900 times *K*, so → x can be neglected

$$\mathbf{x} = [\mathbf{H}^+] = 1.67 \times 10^{-5}\mathbf{M}$$

$$\mathbf{pH} = -\mathbf{log}1.2\times\mathbf{10}^{-5} = 4.78$$

pH =4.78

pH + pOH =14, **pOH =14** -4.78=9.22

الحوامض والقواعد القوية عند تركيز 1.0×10^{-7} M

المثال التالي يحل بالقانون التالي : المعادلة التربيعية للحل(طريقة الدستور)

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Calcworkshop.com

Note: -if the concentration of an acid or base is much less than 10^{-7} M, then its contribution to the acidity or basicity will be negligible compared with the contribution from water. The pH of a 10^{-8} M sodium hydroxide solution would therefore not differ significantly from 7. If the concentration of the acid or base is around 10^{-7} M, then its contribution is not negligible and neither is that from water, hence the sum of the two contributions must be taken.

عندما تراكيز الحوامض والقواعد القوية اكثر بكثير من 10^{-7} M او اقل بكثير من 10^{-7} M فان تاثير الماء يهمل . اما عندما يكون تركيز الحوامض والقواعد القوية 10^{-7} M فان تاثير الماء يدخل في الحسابات كما في المثال التالي

Example(12):-Calculate the pH and pOH of a 1.0×10^{-7} M solution HCl?

Solution:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

$$[H+][OH-] = 1.0\times10^{-14} \text{.....(1)}$$

نفرض تركيز $[H+]$ و $[OH-]$ للماء = X

$$[H^+]H_2O_{diss.} = [OH^-]H_2O_{diss.} = X$$

- **بما أن تركيز HCl (1.0×10^{-7} مولار) وقريب من تركيز أيونات الهيدروجين الناتجة من تأين الماء، فإننا لا يمكن اهمال مساهمة الماء في تركيز أيونات الهيدروجين. إذًا، تركيز أيونات الهيدروجين الكلي في المحلول هو:**

$$[H^+] = [H^+]_{HCl} + [H^+]_{H2O\ diss} \text{.....(2)}$$

نعوض معادلة 2 في 1

$$[H^+][OH^-] = 1.0\times10^{-14} \text{.....(1)}$$

$$(1.0\times10^{-7} + X)(X) = 1.0\times10^{-14}$$

$$X^2 + 1.0\times10^{-7} + 1.0\times10^{-14} = 0$$

Using the quadratic equation to solve:-

$$X^2 + 1.0\times10^{-7} + 1.0\times10^{-14} = 0$$

$$ax^2 + bx - c = 0$$

a=1

b= 1.0×10^{-7}

c= 1.0×10^{-14}

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = \frac{-1.0 \times 10 - 7 \pm \sqrt{(1.0 \times 10 - 7)^2 + 4\,(1.0 \times 10 - 14)}}{2} =$$

$$=\frac{-1\times10^{-7}\pm\sqrt{1\times10^{-14}+4\times10^{-14}}}{2}$$

$$=\frac{-1\times10^{-7}\pm\sqrt{5\times10^{-14}}}{2}$$

$$=\frac{-1\times10^{-7}\pm2.236\times10^{-7}}{2}$$

$=\frac{-1\times10^{-7}+2.236\times10^{-7}}{2}$ $=\frac{1.236\times10^{-7}}{2}=0.618\times10^{-7}\ M$ $\approx 0.62\times10^{-7}$	$=\frac{-1\times10^{-7}-2.236\times10^{-7}}{2}$ $=\frac{-3.236\times10^{-7}}{2}=-1.618\times10^{-7}$ $pH=-\log[H^+]$ $=-\log(-1.618\times10^{-7})$ يهمل لايجوز سالب داخل لوغارتم

نعوض معادلة 1

$$[H^+]=[H^+]_{HCl}+[H^+]_{H2O\ diss}\ldots\ldots(2)$$

,there for the total concentration $H^+ = 1.0\times10^{-7} + 0.62\times10^{-7} = 1.62\times10^{-7}M$

$$pH = -\log 1.62\times10^{-7} = 7-0.21 = 6.79$$

$$pOH = 14-6.79 = 7.21$$

ملاحظات الحل مهم للتميز
• الحوامض والقواعد المعدنية تتحلل تحلل تام بالمحلول • الحوامض والقواعد الضعيفة تهمل x في المقام بكل الاحوال بسبب تعرض الحوامض والقواعد الضعيفة للتاين • الاملاح المشتقة من حامض ضعيف او قاعدة ضعيفة يجب الانتباه الى تركيز الملح لازم ان يكون اكبر 100 مرة من ثابت التاين حتى نهمل x في المقام، واذا كان تركيز الملح اقل من ثابت التاين يجب ان يكون الحل بطريقة الدستور(التفاصيل اكثر ملزمة البفر رقم7 –وتحلل الحوامض متعددة البروتون) • الحوامض والقواعد القوية اذا تركيزها $1.0\times10^{-7}\ M$ فان تاثير الماء يدخل في الحسابات ونستعمل طريقة الدستور ونحل كما في مثال 12